أسأل الله التوفيق لي ولكم ولسائر الطلبة

EL Morabet Youssef
exosup.com

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES
-T E T O U A N-

ANNEE: 2010/2011
Filière S.M.C.P.

Contrôle de la Chimie Générale II
Durée 2 heures

Question du cours : (4 points)

Considérons une mole de gaz parfait qui subit une transformation isotherme ($T = C^{te}$) entre l'état 1 (T, P_1, V_1) et l'état 2 (T, P_2, V_2). En utilisant la définition de $dS = \frac{\delta Q}{T}$ établir l'expression de ΔS en fonction des volumes puis en fonction des pressions.

EXERCICE I : (6 points)

On chauffe une serre contenant 812 g d'air (gaz supposé parfait) de la température de 2°C à 16°C. Calculer :

1) la variation d'énergie interne de l'air au cours de cet échauffement ?
2) la quantité de chaleur reçue par le gaz, si ce dernier a fourni un travail dont la valeur absolue est de 846,4 Joules.

On donne : La masse molaire de l'air M = 29 g / mol ; R = 8,32 J / K·mol ;
La chaleur massique d'un gaz parfait diatomique $C_V = \frac{5}{2}R$

EXERCICE II : (10 points)

On considère l'oxydation de l'ammoniac par l'oxygène selon le schéma réactionnel :

$$2\,NH_3\,(g) + 5/2\,O_2\,(g) \rightarrow 2\,NO\,(g) + 3H_2O\,(g) \quad \Delta H°_{r,298K} = -110{,}3 \text{ kcal}$$

1) Déterminer la valeur de la quantité de chaleur à volume constant $\Delta U°_{r,298K}$.
2) a) Calculer l'enthalpie molaire standard de formation de NH_3 (g).
 b) Ecrire la réaction correspondante.
3) Retrouver cette valeur à partir des énergies de liaison.
4) Calculer la variation d'enthalpie libre de la réaction $\Delta G°_{r,298K}$. Conclure.
5) Calculer l'enthalpie de la réaction à la température 727°C.

On donne :

$R = 2$ cal·mol^{-1}·K^{-1}

$E_{N\equiv N} = -226{,}22$ kcal·mol^{-1} ; $E_{N-H} = -93{,}19$ kcal·mol^{-1} ; $E_{H-H} = -104{,}30$ kcal·mol^{-1}

Composé	NH_3 (g)	O_2 (g)	NO (g)	H_2O (g)
$\Delta H°_{f,298K}$ (kcal·mol^{-1})	-10,02	0	21,61	-57,85
$S°_{298K}$ (cal·mol^{-1}·K^{-1})	46,06	49,06	50,39	45,15
C_P (cal·mol^{-1}·K^{-1})	5,72 + 8,96·10^{-3} T	7,6	6,85 + 0,28·10^{-3} T	6,65 + 0,52·10^{-3} T

exosup.com page facebook

2010 - 2011 Corrigé Controle de La Chimie Générale II.

- Question de Cours : 4 Points.

On a 1 mole de gaz parfait avec Le transformation isotherme. ($T = Cte$.)

$$(1)\ (T, P_1, V_1) \xrightarrow[\text{isoth}]{T=Cte} (2)\ (T, P_2, V_2).$$

* L'expression de ΔS en fonction des volumes.

On a $dS = \frac{\delta Q}{T}$ or $\begin{cases} \delta Q = C_v dT + \ell\, dV \\ \delta Q = C_p dT + h\, dP \end{cases}$

or gaz parfait $\ell = P$ et $h = -V$.

donc $dS = \frac{\delta Q}{T} = \frac{C_v dT + \ell\, dV}{T}$ or $T = Cte \Rightarrow dT = 0$. et $\ell = P$.

$dS = \frac{P\, dV}{T}$ avec $PV = nRT$ et $n = 1$ mole.

$PV = RT \Rightarrow P = \frac{RT}{V}$

donc $dS = R\frac{dV}{V} \Rightarrow \Delta S = R\int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = R\log\left(\frac{V_2}{V_1}\right)$

donc $\boxed{\Delta S = R\log\left(\frac{V_2}{V_1}\right)}$

* L'expression de ΔS en fonction des pressions.

or $T = Cte \Rightarrow PV = Cte \Rightarrow P_1V_1 = P_2V_2$.

donc $\frac{V_2}{V_1} = \frac{P_1}{P_2}$ donc $\boxed{\Delta S = R\log\left(\frac{P_1}{P_2}\right)}$.

exosup.com page facebook

Ex 2 10 Points.

$$2NH_3(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \xrightarrow{\Delta H^\circ_{r,298}} 2NO(g) + 3H_2O(g).$$

1) $\Delta U^\circ_{r,298} = ?$

On sait que $Q_P - Q_V = RT\Delta n_g$.

avec $\begin{cases} Q_P = \Delta H^\circ_r \\ Q_V = \Delta U_r \end{cases} \Rightarrow \quad \Delta H^\circ_R - \Delta U^\circ_r = RT\Delta n_g.$

donc $\Delta U^\circ_r = \Delta H^\circ_r - RT\Delta n_g.$

or $\Delta n_g = 5 - \frac{9}{2} = \frac{1}{2}.$

donc $\Delta U^\circ_{r,298K^\circ} = (-110,3) - (2 \times 298)\left(\frac{1}{2}\right).$

kcal cal.mol^{-1}.K^{-1} K mol

$$\Delta U^\circ_{R,298} = -1103 - 298$$

kcal cal

$$\Delta U^\circ_{r,298} = (-1103) - (298 \times 10^{-3})$$

donc $\Delta U^\circ_{r,298K^\circ} = -1103,298$ kcal.mol^{-1}

2) a) L'enthalpie molaire standard de formation

de $NH_3(g) \longrightarrow \Delta h^\circ f(NH_3, g).$

ona La rèaction $2NH_3(g) + \frac{5}{2}O_2(g) \xrightarrow{\Delta H^\circ_r} 2NO(g) + 3H_2$

On applique La Loi de Hess. et on trouve.

$$\Delta H^\circ_{r\,298K} = 2\Delta h^\circ f(NO, g) + 3\Delta h^\circ f(H_2O, g) - \frac{5}{2}\Delta h^\circ f($$

$$- 2\Delta h^\circ f(NH_3, g).$$

$$\Rightarrow \Delta h^\circ f(NH_3, g) = -\Delta h^\circ f(NO, g) + \frac{3}{2}\Delta h^\circ f(H_2O, g)$$

$$- \frac{\Delta H^\circ_{r,298K^\circ}}{2} \quad (\text{or } \Delta h^\circ f(O_2, g) = 0 \text{ élem sim}$$

exosup.com page facebook

donc $\Rightarrow$ $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = \Delta h^\circ_f(NO,g) + \frac{3}{2}\Delta h^\circ_f(H_2O,g) - \frac{1}{2}\Delta H_r^\circ$

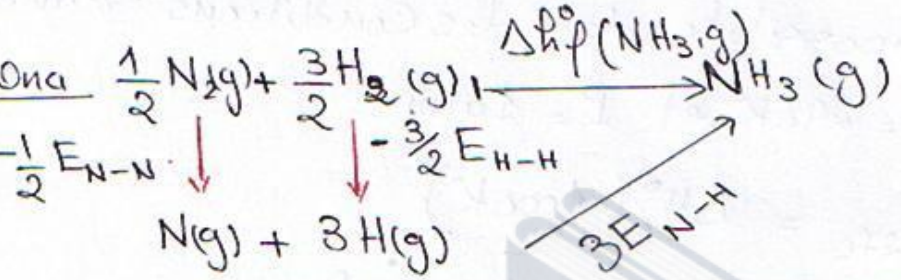
AN $\Rightarrow$ $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = 21,61 + \frac{3}{2}(-57,85) - \frac{1}{2}(-110,3)$.

donc $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = -10,015\ Kcal.mol^{-1}$

b) La réaction correspondante de $NH_3(g)$

$N(g) + 3H(g) \longrightarrow NH_3(g)$.

3) Retrouver $\Delta h^\circ_f(NH_3,g)$ à partir des $E_{liaison}$.



donc $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = -\frac{1}{2}E_{N-N} - \frac{3}{2}E_{H-H} + 3E_{N-H}$

A.N $\Rightarrow$ $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = -\frac{1}{2}(-226,22) - \frac{3}{2}(-104,30) + 3(-93,1$

donc $\Delta h^\circ_f(NH_3,g) = -10,01\ Kcal.mol^{-1}$

4) Enthalpie libre de la réaction $\Delta G^\circ_{r,298}$.

par définition $\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ$.

avec $\Delta S^\circ_{r,298K^\circ} = \sum_i \nu_i S^\circ(\text{Produits}) - \sum_i \nu_i S^\circ(\text{réactifs})$

$\Delta S^\circ_{r,298K^\circ} = 2S^\circ(NO,g) + 3S^\circ(H_2O,g) - \frac{5}{2}S^\circ(O_2,g) - 2S^\circ(NH_3,g)$.

exosup.com

exosup.com page facebook

AN $\Rightarrow \Delta S^\circ_{r,298} = (2 \times 50,39) + (3 \times 45,15) - (\frac{5}{2} \times 49,06)$

$- (2 \times 46,06) = \underline{21,46 \text{ cal.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}}$

donc $\Delta G^\circ_{r,298K^\circ} = \Delta H^\circ_{r,298K^\circ} - T\Delta S^\circ_{r,298K^\circ}$

$\Delta G^\circ_{r,298K^\circ} = (-110,3) - (298 \times 21,46 \times 10^{-3})$

$\Delta G^\circ_{r,298K^\circ} = -116,69 \text{ Kcal.mol}^{-1}$

Conclusion: ona $\Delta G^\circ_{r,298K^\circ} < 0$ donc La réaction est impossible dans les Conditions standard.

$T = 25C^\circ = 298K^\circ$ et $P = 1 \text{atm}$.

5) $\Delta H^\circ_{r,727C} = \Delta H^\circ_r(1000K^\circ)$

On va Utiliser La Loi de Kirchoff

$\Delta H^\circ_r(\forall T) = \Delta H^\circ_r(T_0) + \int_{T_0}^{T} \Delta Cp \, dT$.

donc $\Delta H^\circ_r(1000K^\circ) = \Delta H^\circ(298K) + \int_{298}^{1000} \Delta Cp \, dT$

avec $\Delta Cp = \sum Cp(\text{Produits}) - \sum Cp(\text{réactifs})$.

$\Delta Cp = 3Cp(H_2O,g) + 2Cp(NO,g) - 2Cp(NH_3,g) - \frac{5}{2}Cp(O_2,g)$

$\Delta Cp = 3(6,65 + 952.10^{-3}T) + 2(6,85 + 0,28.10^{-3}T) -$

$2(5,72 + 8,96.10^{-3}T) - \frac{5}{2}(7,6)$

$\Delta Cp = 41,21 - 0,0158\,T$

donc $\Delta H^\circ_r(1000K^\circ) = -110,3 \times 10^3 + \int_{298}^{1000} (41,21 - 0,0158T)\,dT$

$\Delta H^\circ_r(1000K^\circ) = -110,3 \times 10^3 + 41,21\,[T]_{298}^{1000} - \frac{0,0158}{2}[T^2]_{2}^{1}$

$\Delta H^\circ_r(1000K^\circ) = 88,569 \text{ kcal.mol}^{-1}$

exosup.com page facebook

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES -T E T O U A N-

ANNEE: 2008/2009
Filière SMP & SMC

Premier Contrôle de Thermochimie
Module Chimie Générale II
Durée 1 h

Exercice I:

On considère la réaction de chloration totale du méthane, en phase gazeuse, à 298K:

$$CH_4(g) + 4\ Cl_2(g) \longrightarrow CCl_4(g) + 4\ HCl(g)$$

1) Déterminer la variation de l'enthalpie standard de la réaction à 298 K.
2) Déduire la variation de l'énergie interne standard de la réaction à 298K.
3) Calculer la variation d'entropie standard de la réaction à 298 K.
4) La réaction est-il possible à 298 K ? justifier votre réponse.
5) Donner la valeur de l'énergie de liaison Cl_2.
6) Déterminer l'enthalpie standard de la réaction à 100°C.

Données:

Composé	$CCl_4(g)$	$HCl(g)$	$CH_4(g)$	$Cl_2(g)$
$\Delta_f H°$ ($kJ.mol^{-1}$)	365	-240,6	-74.6	
$S°$ ($J.mol^{-1}.K^{-1}$)	310	186	186	223
Energie de liaison ($kJ.mol^{-1}$)	E_{C-Cl}=-326	E_{H-Cl}=-432,4	E_{C-H}= -415	E_{Cl-Cl}=?
C_p ($J.K^{-1}.mol^{-1}$)	83,51	29,12	35,71	33,93

$R = 8,32\ J.K^{-1}.mol^{-1}$

Exercice II:

On introduit 10 g d'eau dans un calorimètre adiabatique, l'ensemble est à T_1 = 20°C et sous une pression P = 1 atm. On y ajoute 5 g de glace à T_2 = 0°C. Au bout d'un certain temps et à l'équilibre, le mélange est à l'état liquide. La température finale du calorimètre et son contenu est T_{eq} = 10°C.

1) Calculer la quantité de chaleur Q_2 reçue par la glace.
2) En appliquant le principe zéro de la thermodynamique calculer la masse en eau du calorimètre μ.

Données:

Chaleur latente de fusion de la glace: $L = 336\ J.g^{-1}$
Chaleur massique de l'eau: $C_p = 4,18\ J.g^{-1}.K^{-1}$

exosup.com page facebook

EXI $CH_4(g) + 4Cl_2(g) \xleftarrow{\Delta H_r^\circ} CCl_4(g) + 4HCl(g)$.

1) On applique La Loi de Hess.

$\Delta H_r^\circ = \Delta_f H^\circ(CCl_4,g) + 4\Delta_f H^\circ(HCl,g) - 4\underbrace{\Delta_f H^\circ(Cl_2,g)}_{\text{ELement simple}} - \Delta_f H^\circ(CH_4,g)$.

$\Delta H_r^\circ = 365 + 4(-240,6) - 4\times 0 + 74,6$

$\Delta H^\circ_{r,298} = -522,8\ KJ.mol^{-1}$.

2) $\Delta U_{r,298^\circ} = ?$

On a $Q_p - Q_v = RT\Delta n_g \Rightarrow \Delta H_r^\circ - \Delta U_r^\circ = RT\Delta n_g$.

or $\Delta n_g = 5 - 5 = 0$.

donc $\Delta H^\circ_{r,298K^\circ} = \Delta U^\circ_{r,298K} \Rightarrow \Delta U^\circ_{r,298} = -522,8 KJ.mol$

3) $\Delta S^\circ_{r,298K^\circ} = ?$

$\Delta S^\circ_{r,298K^\circ} = \sum_i \nu_i S^\circ(\text{Produits}) - \sum_i \nu_i S^\circ(\text{réactifs})$.

$\Delta S^\circ_{r,298\,K^\circ} = 4S^\circ(HCl,g) + S^\circ(CCl_4,g) + 4S^\circ(Cl_2,g) + S^\circ(CH_4$

$\Delta S^\circ_{r,298\,K^\circ} = -24\ J.mol^{-1}.K^{-1}$

5) réaction possible $\Rightarrow \Delta G^\circ_r < 0$

réaction impossible $\Rightarrow \Delta G^\circ_r > 0$.

Il faut Calculer $\Delta G^\circ_r = \Delta H^\circ_r - T\Delta S^\circ$.

$\Delta G^\circ_r = -522,8 - (298 \times -24\times 10^{-3}) = -515,64 KJ.mol^{-1}$

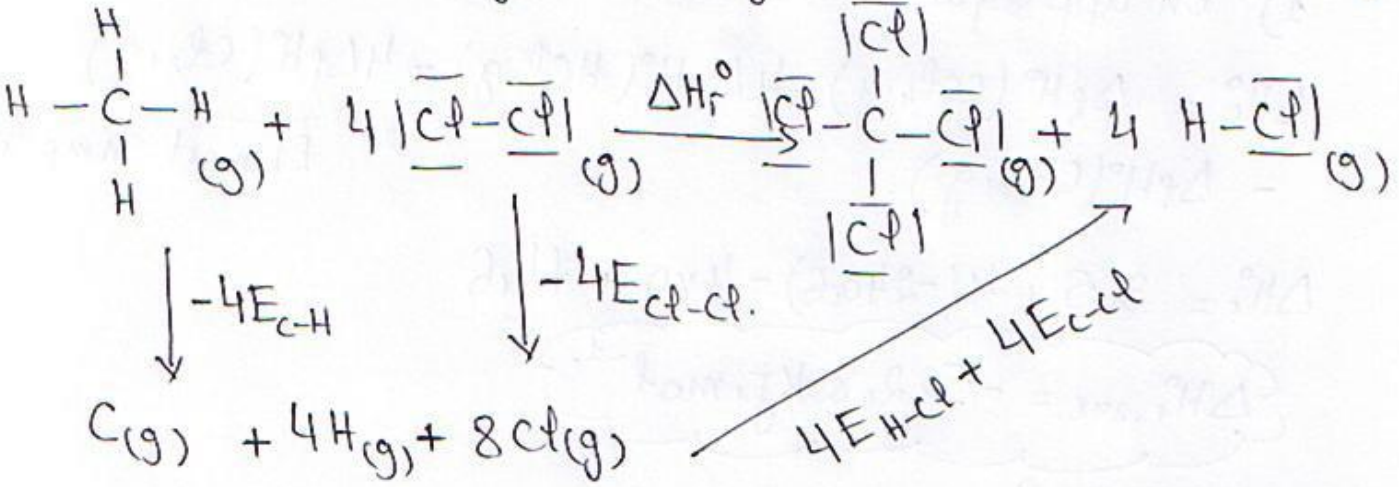
donc $\Delta G^\circ_{r,298} < 0 \Rightarrow$ La réaction est possible

dans Les Condition standard ($T = 298K^\circ$, $P = 1a$

exosup.com page facebook

5) $E_{Cl-Cl} = ?$

Ona. $CH_4(g) + 4Cl_2(g) \xrightarrow{\Delta H_r^\circ} CCl_4(g) + 4HCl(g)$



donc $\Rightarrow \Delta H^\circ_{r,298} = -4E_{C-H} - 4E_{Cl-Cl} + 4E_{H-Cl} + 4E_{C-Cl}$.

donc $\Rightarrow$ $E_{Cl-Cl} = -E_{C-H} + E_{H-Cl} + E_{C-Cl} - \frac{\Delta H_r^\circ}{4}$

AiN $\Rightarrow$ $E_{Cl-Cl} = -212,7\ KJ.mol^{-1}$.

6) $\Delta H_r^\circ(373K^\circ) = \Delta H_r(293K^\circ) + \int_{293}^{373} \Delta Cp\, dT$.

(Loi de Kirchoff).

or $\Delta Cp = Cp(CCl_4,g) + 4Cp(HCl,g) - 4Cp(Cl_2,g) - Cp(CH_4,g)$

AN $\Rightarrow$ $\Delta Cp = 30,72.J.K^{-1}.mol^{-1}$

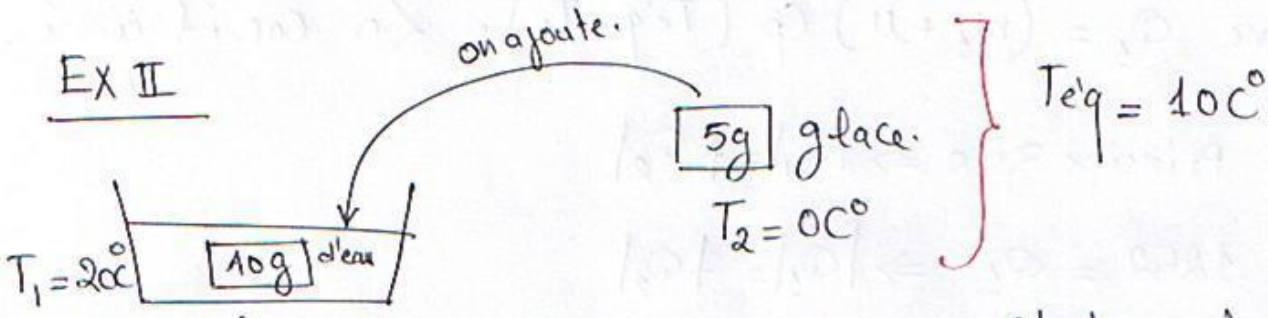
donc $\Delta H_r^\circ(373K^\circ) = -522,8 + 30,72.10^{-3}.(373-293)$.

$\Delta H_r^\circ(373K^\circ) = -520,34\ KJ.mol^{-1}$.

Poussé

exosup.com page facebook

Ex II



Calorimètre adiabatique (ne change pas de chaleur avec l'extérieur)

Le mélange est à l'état liquide.

+ Il y a deux système :

- Système Chaud { Calor + La Masse d'eau. } $\begin{cases} m_1 = 10\,g \\ T_1 = 20C° \\ \mu = ? \end{cases}$
- système froid glace $\begin{cases} m_2 = 5g. \\ T_2 = 0C°. \end{cases}$

1) Soit Q_2 La quantité de Chaleur reçue par le glace.

donc glace (s) $\xrightarrow[\text{fusion}]{\text{chg }\varphi}$ liquide (eau).

$(T_1 = 0C°)$ $T_2 = T_{éq}$

donc $Q_2 = m_2 C_p (T_2 - T_1) + m_2 L_f$

(m_2 : g ; C_p : $J.g^{-1}K^{-1}$; m_2 : g ; L_f : $J.g^{-1}$)

A.N $\Rightarrow$ $Q_2 = 5 \times 4,18 (273 - 293) + 5 \times 336$

$Q_2 = 1262\,J > 0$ car il reçue.

2) Principe Zéro $Q_1 + Q_2 = 0$.

Soit Q_1 La qte de Chaleur cédée par L'ensemble.

{ Calor + La masse d'eau }.

exosup.com page facebook

donc $Q_1 = (m_1 + \mu)\, C_p\, (T_{éq} - T_1)$. < 0 car il cède.

Principe zéro $\Rightarrow |Q_1| = +Q_2|$.

$\Rightarrow$ $1262 = Q_1$ $\Rightarrow |Q_1| = +Q_2|$.

$\Rightarrow$ $Q_1 = m_1 C_p (T_{éq} - T_1) + \mu C_p (T_{éq} - T_1)$.

$$\mu = -\frac{Q_1}{C_p (T_{éq} - T_1)} - m_1$$

AiN donc $\mu = \dfrac{1262\ J}{4,18\ (10-20)\ J.g^{-1}.K^{-1}} - 10\ g \Rightarrow \mu = 40,19\ g$.

donc $\mu = 40,19\ g$

Youssef

وفقني الله وإياكم

exosup.com page facebook

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES
-TETOUAN-

ANNEE: 2011/2012
Filière S.M.C.P.

Rattrapage de Chimie Générale II
Rattrapage de Thermochimie.
Durée 1h

Exercice 1 (6 points)

On considère la réaction réalisée à T= 27°C et à P = 1atm :

$$CH_4(g) + H_2O(g) \longrightarrow CO(g) + 3H_2(g)$$

1- Calculer $\Delta H°_R$ de la réaction.
2- En déduire la variation de l'énergie interne $\Delta U.$:
3- Calculer la variation de l'entropie.
4- Cette réaction est – elle possible dans les conditions de température et de pression données ?
5- A quelle température s'établi l'équilibre de la réaction ? On Suppose que l'enthalpie et l'entropie de la réaction sont indépendantes de la température.

On donne :

	CH_4	H_2O	CO	H_2
$\Delta h°_f$ (KJ.mol^{-1})	-75	-242	-110	0
S° (J.K^{-1}.mol^{-1})	186,2	188,7	198	131

R = 8,32 J.K^{-1}.mol^{-1}

Exercice 2 (4 points)

Un calorimètre adiabatique contient 200g d'eau. L'ensemble (calorimètre + eau) est à une température T_1 de 15°C. On ajoute dans ce calorimètre 300g d'eau chaude de Température T_2 60°C. La température d'équilibre Teq est de 40°C.

1- Calculer la quantité de chaleur reçue par le calorimètre.
2- En déduire la valeur de la masse en eau du calorimètre.
3- On plonge dans ce calorimètre un morceau de Cuivre de masse 300g et de température T_3 = 95°C. La nouvelle température d'équilibre est T'eq = 50°C. Calculer la chaleur massique Cp du Cuivre.

On donne : Cp (eau) = 4,18. J.g^{-1}.K^{-1}

exosup.com page facebook

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES
-TETOUAN-

ANNEE: 2011/2012
Filière S.M.C.P.

Rattrapage de Chimie en solution.
Durée 1h

Exercice 1 (6 points)

On fait réagir, dans les conditions standards de température et de pression, 1 mole de CO_2 et 1 mole de H_2 selon la réaction :

$$CO_2\,(g) + H_2(g) \underset{2}{\overset{1}{\rightleftharpoons}} CO\,(g) + H_2O\,(g) \qquad \Delta H°r,\ 298°K = 41{,}381\ KJ$$

1- Sachant que le coefficient de dissociation à l'équilibre est de 0.1 et que le volume est de 5 litres. Calculer la concentration de chaque composé à l'équilibre.
2- Calculer la constante d'équilibre Kc. En déduire la valeur de Kp.
3- Est-ce que cet équilibre dépend de la pression. Justifier votre réponse.
4- Dans quel sens se déplace l'équilibre si :
 a- On ajoute du CO_2 gaz ? Justifier.
 b- On élève la température ? Justifier.

On donne : R= 8,32 $J.K^{-1}.mol^{-1}$

Exercice 2 (4 points)

On considère une solution aqueuse de l'Ammoniaque NH_3 (Base faible) de concentration 0,2 M.

1- Calculer le pH de la solution.
2- On ajoute à 50ml de cette solution 20 ml d'une solution de chlorure d'ammonium NH_4Cl 0,5 M. Calculer le pH du mélange.
3- Comment appelle t –on la solution obtenue ?

On donne : K_B du couple $NH_4^+ / NH_3 = 1{,}8 .10^{-5}$

exosup.com page facebook

2011/2012.

On considère La réaction à T = 27°C et à = 1 atm.

$$CH_4(g) + H_2O(g) \xrightarrow[\Delta H^\circ_R.]{} CO(g) + 3H_2(g).$$

1) Calculer ΔH°_R

- On applique La Loi de Hess.

$$\Delta H^\circ_R = \sum_i \nu_i \Delta h^\circ_f(\text{Produits}) - \sum_i \nu_i \Delta h^\circ_f(\text{réactifs}).$$

$$\Delta H^\circ_R = 3\Delta h^\circ_f(H_2,g) + \Delta h^\circ_f(CO,g) - \Delta h^\circ_f(H_2O,g) - \Delta h^\circ_f(CH_4)$$

or $\Delta h^\circ_f(H_2,g) = 0$ (car L'enthalpie standard des éle simple est nulle).

$$\Delta H^\circ_R = 3\Delta h^\circ_f(CO,g) - \Delta h^\circ_f(H_2O,g) - \Delta h^\circ_f(CH_4,g).$$

A.N ⇒ $\Delta H^\circ_R = (-110) - (-242) - (-75) = 207\ KJ.mol^{-1}$.

2) La variation de L'energie interne ΔU_R :

On sait que $\Delta H^\circ_R - \Delta U^\circ_R = RT\Delta ng$.

or $\Delta ng = 2 \Rightarrow \Delta U^\circ_R = \Delta H^\circ_R - RT\Delta ng$

A.N ⇒ $\Delta U^\circ_R = 207 - 8,32 \times 10^{-3} \times 300 \times 2 = 202,008\ KJ.$

4) Pour avoir que cette réaction est-elle possible dans les conditions (T = 27°C = 300K°, P = 1atm). il faut calculer ΔG° La variation de l'entropie stan

Par définition $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ_R - T\Delta S^\circ_R$

or $\Delta S^\circ_R = 3S^\circ(H_2,g) + S^\circ(CO,g) - S^\circ(H_2O,g) - S^\circ(CH_4,g)$

A.N ⇒ $\Delta S^\circ_R = 216,1.\ J.K^{-1}mol^{-1}$

exosup.com page facebook

en déduire que $\Delta G^\circ = 137,14\ KJ.mol^{-1}$

or $\Delta G^\circ_R > 0$ La réaction est impossible dans les Conditions ($T = 300K^\circ$, $P = 1atm$).

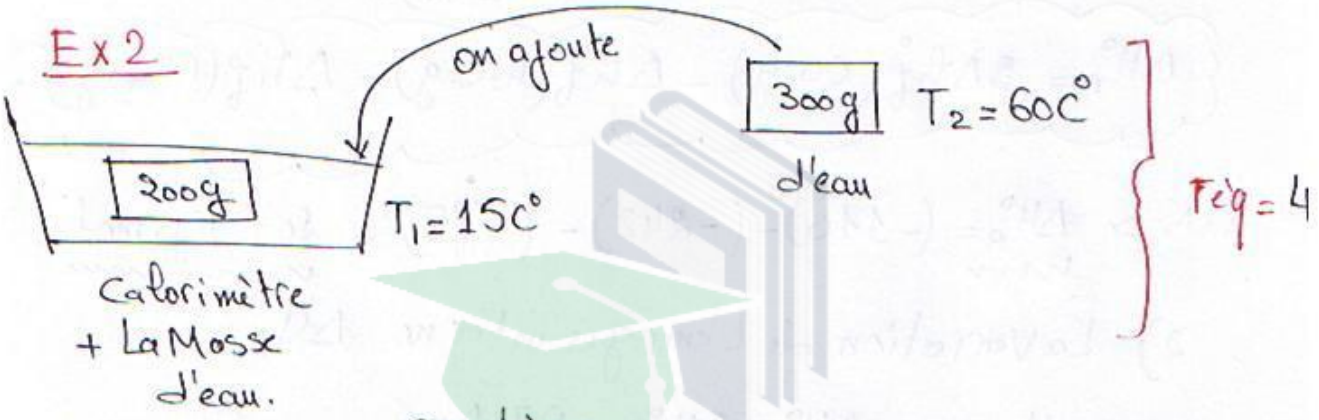
5) à L'équilibre $\Delta G^\circ = 0 \Rightarrow \Delta H^\circ_R = T\Delta S^\circ$

$$T = T_{éq} \Rightarrow T_{éq} = \frac{\Delta H^\circ_R}{\Delta S^\circ} = \frac{207 \times 10^3}{216,1} = 957,88\ K.$$

$0C^\circ \xrightarrow{\oplus} 273K^\circ$ donc $T_{éq} = 684,9\ C^\circ$

à $T = 684,9C^\circ$ La réaction devient possible.

Ex 2



1) Il y a deux système.

* Système (I) Calo + La Masse d'eau $\begin{cases} m_1 = 200g. \\ T_1 = 15C^\circ \\ \mu = ? \end{cases}$

* Système (II) La masse d'eau. $\begin{cases} m_2 = 300g. \\ T_2 = 60C^\circ. \end{cases}$

Soit Q_1 La qte de Chaleur reçue par le système (I).

$Q_1 = m_1 C_p (T_{éq} - T_1) > 0$ (car il reçue).

AN $\Rightarrow$ $Q_1 = 200 \times 4,18 (40 - 15) = 20900\ J = 20,9 \times KJ$

exosup.com page facebook

2) La valeur de la masse en eau du Calorimètre $\mu = ?$

* Soit Q_1 La qte de chaleur reçue par le système I.

$$Q_1 = (m_1 + \mu) c_p (T_{eq} - T_1) > 0$$

* Soit Q_2 La qte de chaleur cédée par le système II.

$$Q_2 = m_2 c_p (T_{eq} - T_2) < 0.$$

Le principe zéro $Q_1 + Q_2 = 0$.

$$\Rightarrow (m_1 + \mu) c_p (T_{eq} - T_1) + m_2 c_p (T_{eq} - T_2) = 0.$$

$$\Rightarrow m_1 c_p (T_{eq} - T_1) + \mu c_p (T_{eq} - T_1) = -m_2 c_p (T_{eq} - T_2)$$

$$\mu c_p (T_{eq} - T_1) = -m_2 c_p (T_{eq} - T_2) - m_1 c_p (T_{eq} - T_1).$$

$$\mu c_p (T_{eq} - T_1) = c_p \left(-m_2 (T_{eq} - T_2) - m_1 (T_{eq} - T_1)\right).$$

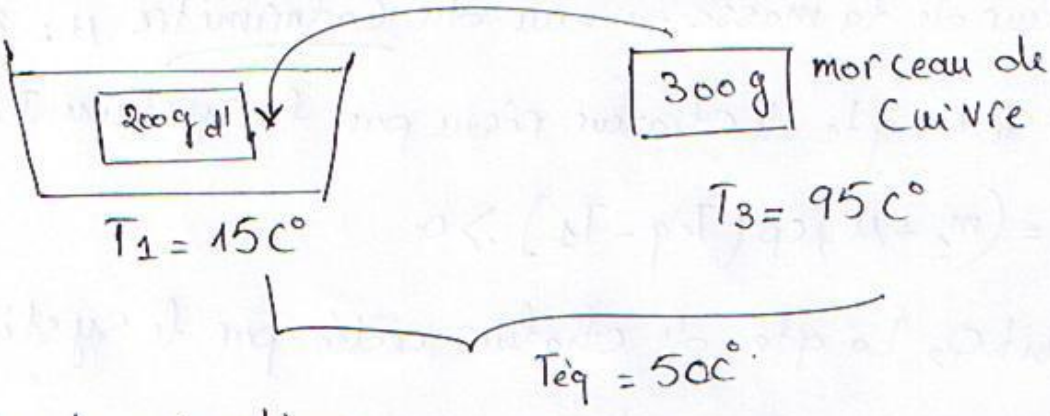
$$\mu = \frac{-m_2 (T_{eq} - T_2) - m_1 (T_{eq} - T_1)}{T_{eq} - T_1}$$

A.N $\Rightarrow$ $\mu = \dfrac{-300(40-60) - 200(40-15)}{40-15} = 40\ g.$

$$\mu = 40\ g$$

exosup.com page facebook

3)



Il ya deux système

* Système froid (calori + la masse d'eau) $\begin{cases} m_1 = 200g. \\ T_1 = 15C° \\ \mu = 40g. \end{cases}$

* système chaud (La masse de Cuivre) $\begin{cases} m_3 = 300g \\ T_3 = 95C°. \end{cases}$

* Soit Q_1 La qte de chaleur reçue par le système froid

donc $Q_1 = (m_1 + \mu) c_p (T_1 - T_{éq}) > 0$

* Soit Q_2 la qte " " cédée par le système chaud

$\Rightarrow Q_2 = m_3 c_{p_{cuivre}} (T_3 - T_{éq})$.

$\Rightarrow$ Le principe Zéro $Q_1 + Q_2 = 0$.

$(m_1 + \mu) c_p (T_1 - T_{éq}) + m_3 c_{p_{cui}} (T_3 - T_{éq}) = 0$.

$$c_{p_{cuivre}} = \frac{-(m_1 + \mu) c_p (T_1 - T_{éq})}{m_3 (T_3 - T_{éq})}$$

A.N $\Rightarrow c_{p_{cuivre}} = 2{,}60 \ J \cdot g^{-1} \ K^{-1}$

Yasser

exosup.com page facebook

Ex(1)

$$CO_2(g) + H_2(g) \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} CO(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H^\circ_{r\,298°K} = 41,381\ K$$

at $t=0$	1 mole	1 mole	0	0
at $\rightleftharpoons$	$1-\alpha$	$1-\alpha$	α	α

or α = le coefficient de dissociation à l'équilibre

$\alpha = 0,1$.

$$\Rightarrow CO_2(g) + H_2(g) \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} CO(g) + H_2O(g)$$

à $t\rightleftharpoons$	0,9	0,9	0,1	0,1.

1) * La Concentration de chaque Composé a $t\rightleftharpoons$

- pour $CO_2 \Rightarrow [CO_2] = \frac{n_{CO_2}}{V} = \frac{1-\alpha}{V} = \frac{0,9}{5} = 0,18\ mol/l$
- pour $H_2 \Rightarrow [H_2] = \frac{n_{H_2}}{V} = 0,18\ mol/l$.
- pour $CO \Rightarrow [CO] = \frac{0,1}{5} = 0,02\ mol/l$.
- pour $H_2O \Rightarrow [H_2O] = 0,02\ mol/l$.

2) $$K_c = \frac{[CO_2][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0,18 \times 0,18}{0,02 \times 0,02} = \frac{(0,18)^2}{(0,02)^2} = 81.$$

<u>La valeur de Kp.</u> On sait que $K_c = K_p(RT)^{-\Delta V_{gaz}}$.

$$K_p = \frac{K_c}{(RT)^{\Delta V}} \Rightarrow K_p = K_c(RT)^{\Delta V}.$$

avec $\Delta V_{gaz} = 0 \Rightarrow \boxed{K_p = K_c}$

exosup.com page facebook

Ex (1)

$$CO_2(g) + H_2(g) \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} CO(g) + H_2O(g) \qquad \Delta H^\circ_{r\,298^\circ K} = 41,381\ KJ$$

at $t=0$	1 mole	1 mole	0	0
at $\rightleftharpoons$	$1-\alpha$	$1-\alpha$	α	α

or α = le coefficient de dissociation à l'équilibre

$\alpha = 0,1$.

$$\Rightarrow CO_2(g) + H_2(g) \underset{②}{\overset{①}{\rightleftharpoons}} CO(g) + H_2O(g)$$

à $t\rightleftharpoons$	0,9	0,9	0,1	0,1.

1) * La Concentration de chaque Composé a $t\rightleftharpoons$

- pour $CO_2 \Rightarrow [CO_2] = \frac{n_{CO_2}}{V} = \frac{1-\alpha}{V} = \frac{0,9}{5} = 0,18\ mol/l$.
- pour $H_2 \Rightarrow [H_2] = \frac{n_{H_2}}{V} = 0,18\ mol/l$.
- pour $CO \Rightarrow [CO] = \frac{0,9}{5} = 0,02\ mol/l$.
- pour $H_2O \Rightarrow [H_2O] = 0,02\ mol/l$.

2) $$K_c = \frac{[CO_2][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{0,18 \times 0,18}{0,02 \times 0,02} = \frac{(0,18)^2}{(0,02)^2} = 81.$$

<u>La valeur de Kp</u>. On sait que $K_c = K_p(RT)^{-\Delta V_{gaz}}$.

$$K_p = \frac{K_c}{(RT)^{\Delta V}} \Rightarrow K_p = K_c(RT)^{\Delta V}.$$

avec $\Delta V_{gaz} = 0 \Rightarrow \boxed{K_p = K_c}$

exosup.com page facebook

3) On a $\Delta V_{gaz} = 0 \Longrightarrow$ La variation de la pression n'a aucun effet c'a-d m̂ si on change la P on garder l $\rightleftharpoons$

Justifier : On sait que $K_x = K_p \cdot P^{-\Delta V}$.

or $\Delta V = 0 \longrightarrow K_x = K_p$ donc K_x indépendante de la P

4) a - si on ajoute du CO_2 g comme on augemente la Concentration de $CO_2 \Rightarrow$ l'équilibre si déplace dans le sens (1) $\longrightarrow$ sens de Consentration de I_2.

b) pour augmentation la Température. l'équilible se déplace dans le sens (1) Car $\Delta H^\circ_r > 0$.

* Justifier : Loi de Van toff $\frac{d \log K_p}{dT} = \frac{\Delta H_r}{RT^2}$

Lorsqu'une T ↗ $\longrightarrow$ Kp ↗ donc l'eq se deplace dans(

Ex 2 Base faible. NH_3. $\longrightarrow C'_B = 0,2\,M$.

1) PH = ? : Pour les Base faible $\Rightarrow$ $PH = \frac{1}{2}(PK_B - \log C'_B)$.

or $PK_B = -\log K_B$. $\Rightarrow$ $POH = \frac{1}{2}(-\log K_B - \log C'_B)$.

$POH = 2,72$. or à 25C° $PH = 14 - POH = 11,23$.

donc $\boxed{PH = 11,23}$

2) Le mélange Contient

NH_3 $\begin{cases} C'_B = 0,2\,M \\ V'_B = 50.10^{-3}\,l \end{cases}$ et NH_4Cl $\begin{cases} C''_B = 0,5 \\ V''_B = 20.10^{-3}. \end{cases}$

$n'_B = C'_B \cdot V'_B = 0,01$
$n''_B = C''_B \cdot V''_B = 0,01$
$\Big\}$ $n_{TOT} = n'_B + n''_B = 0,02 \Rightarrow POH = -\log\left(\frac{n_T}{V_T}\right)$
$PH = 13,45$

exosup.com page facebook